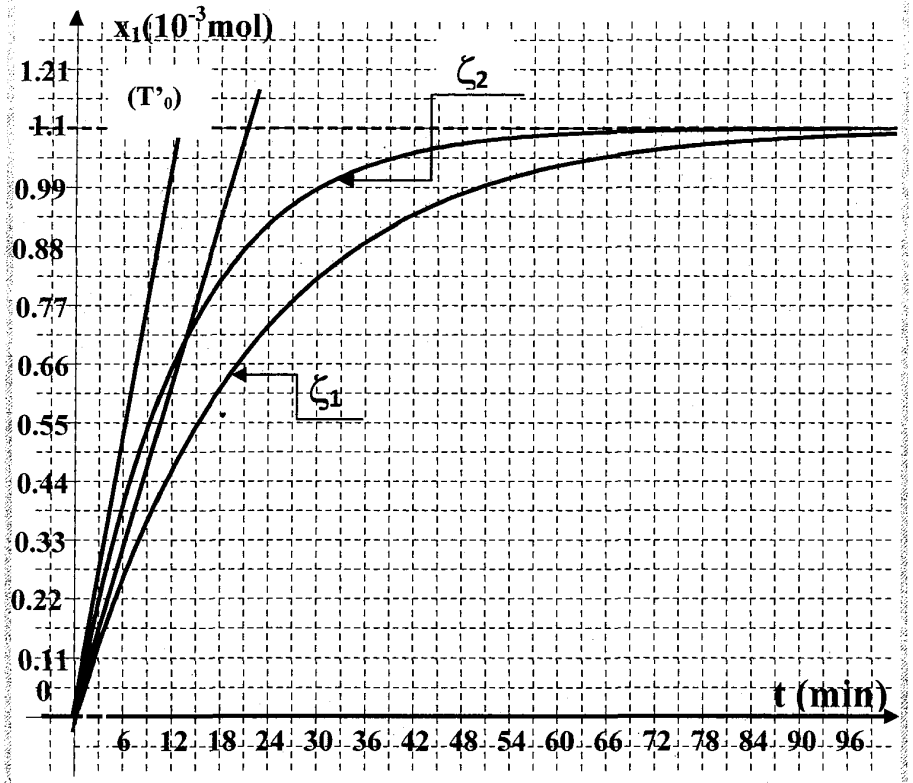


Exercice N°7 :

Etude cinétique de la réaction :

$2\,I^- + H_2O_2 + 2\,H_3O^+ \rightarrow I_2 + 4\,H_2O$

1°) Equation de la réaction du dosage :

$2S_2O_3^{2-} + I_2 \rightarrow 2\,I^- + S_4O_6^{2-}$.

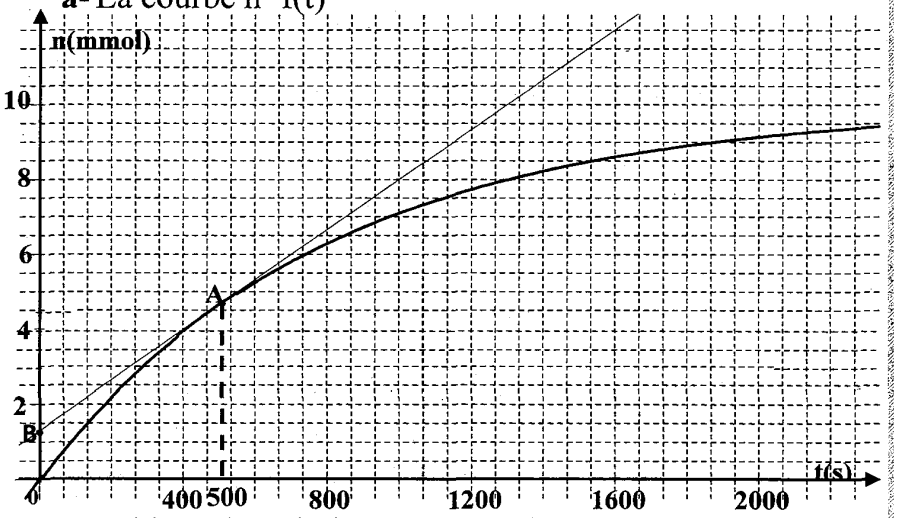
à une date $\leq$ t, tout I_2 formé réagit avec $S_2O_3^{2-}$ et la couleur de I_2 n'apparaît pas.

à une date $\geq$ t, la couleur de I_2 apparaît car tous les ions $S_2O_3^{2-}$ ont réagit avec I_2 formé pendant la durée t.

$$n(I_2)_{dosé} = \frac{1}{2}n(S_2O_3^{2-}) \Rightarrow n = \frac{1}{2}CV \Rightarrow n = 10^{-3}\,mol$$

2°)

a- La courbe n=f(t)



b- Tableau d'évolution de la réaction :

Équation de la réaction		$2\,I^- + H_2O_2 + 2\,H_3O^+ \rightarrow I_2 + 4\,H_2O$				
Etat du système	avancement	Quantité de matière (mol)				
Initial (t=0s)	0	n_{0_1}	n_{0_2}	n_{0_3}	0	0
Intermédiaire(t>0)	x	$n_{0_1}-2x$	$n_{0_2}-x$	$n_{0_3}-2x$	x	4x

Avec : $n_{0_1} = C_1.V_1 = 10^{-2}\,mol$ et $n_{0_2} = C_2.V_2 = 9{,}88.10^{-3}\,mol$.